

Metode de rezolvare a problemelor de calcul la chimia analitică

Problema este un tip de problematizare, care produce un conflict intelectual mai complex și are anumite dificultăți de rezolvare, incluzând o serie de elemente cunoscute, dar și unele necunoscute, care se cer aflate sau rezolvate. Problemele sunt necesare datorită rolului lor în formarea unor deprinderi independente de muncă intelectuală și a unor capacități de gândire logică, argumentată. Problemele contribuie la instruirea mai clară a noțiunilor de chimie. Ele sunt un mijloc foarte bun de a aplica legile chimiei în rezolvarea unor situații practice, servind la aprofundarea și lărgirea cunoștințelor de specialitate.

Rezolvând probleme, elevul fie că obține confirmarea raționamentului făcut, fapt care sporește siguranța gândirii lui, fie că întâmpină contradicții între cunoștințele sale și rezultatele obținute, ceea ce indică anume lacune în pregătire. De asemenea problemele constituie, pentru profesor, un mijloc eficace de control al cunoștințelor și deprinderilor elevului.

Problemele pot fi divizate în două categorii:

a) Probleme care se rezolvă prin calculul matematic (probleme cantitative)

Metodica rezolvării acestor probleme include:

- citirea enunțului problemei și scrierea datelor pe tablă;
- clasificarea enunțului pentru ca toți termenii să fie înțeleși de către toți elevii;
- reamintirea noțiunilor teoretice corespunzătoare;
- analiza cuprinsului problemei pentru a se vedea ce date se cunosc și ce date sunt necesare (mai întâi rezolvarea problemei calitativ);
- stabilirea formulelor și ecuațiilor chimice necesare pentru rezolvarea problemei;
- aflarea valorilor numerice pe baza calculului matematic;
- analiza rezultatului final (dacă rezultatele sunt în concordanță cu datele problemei și nu contravin legilor chimiei).

b) Probleme-întrebări (probleme calitative)

Mai importante sunt așa numitele probleme-întrebări, care pot fi folosite în aproape toate lecțiile pentru dezvoltarea gândirii elevilor, pentru clarificarea specificului diferitelor fenomene chimice și pentru înțelegerea legăturii dintre cunoștințele chimice și viață.

Pentru aceste probleme se pot folosi și unele întrebări recapitulative din carte, dar, de obicei, problemele sunt formulate de către profesor. Problemele-întrebări se dau ca temă la sfârșitul studierii unui capitol și contribuie la sistematizarea și generalizarea cunoștințelor. Unele probleme-întrebări pot căpăta un caracter practic, când pentru rezolvarea lor este necesară efectuarea unor experiențe de laborator. În alte cazuri, elevul trebuie să aleagă răspunsul corect din două sau mai multe variante dinainte formulate (probleme-test). Uneori aceste răspunsuri sunt extrapolate, elevul trebuind să aleagă „afirmația” sau „negația”, alteleori, însă, răspunsurile cuprind două sau mai multe formulări complete.

Esențialul, în aceste cazuri, este ca elevul să știe să explice care este cauza alegerii unui anumit răspuns.

Folosirea problemelor în procesul de instruire este foarte importantă deoarece ele dau posibilitatea elevilor ca, pe baza cunoștințelor teoretice, să aleagă diferite metode de

rezolvare. Problemele oferă învățării valențe didactice superioare, de gândire, acțiune și aplicare a cunoștințelor în mod creativ.

Mă voi referi la metodica rezolvării unor probleme de calcul, care pot fi folosite în cadrul pregătirii-învățării-evaluării chimiei în clasa a XII.

Probleme de calcul la capitolul „Echilibre în sisteme omogene”

Problema 1.

Calculați pH-ul și pOH-ul următoarelor soluții: a) NaOH 10^{-3} mol/l; b) Ca(OH)₂ 10^{-3} mol/l; c) HCl 10^{-2} mol/l; d) H₂SO₄ 10^{-2} mol/l.

Rezolvare:

Se scriu expresiile matematice de calcul pentru pH și pOH și relația de legătură dintre ele:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+];$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-];$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Se scriu reacțiile de disociere a substanțelor indicate și se determină concentrațiile ionilor H⁺ sau OH⁻:



Se calculează pH-ul și pOH-ul pentru soluția fiecărei substanțe:

- | | | |
|--|------------------------------------|------------------------|
| a) pentru NaOH | pOH = -lg 10 - 3 = 3; | pH = 14 - 3 = 11; |
| b) pentru Ca(OH) ₂ | pOH = -lg 2·10 - 3 = 2,70; | pH = 14 - 2,7 = 11,3; |
| c) pentru HCl | pH = -lg 10 - 2 = 2; | pOH = 14 - 2 = 12; |
| d) pentru H ₂ SO ₄ | pH = -lg 2·10 ⁻² = 1,7; | pOH = 14 - 1,7 = 12,3. |

Problema 2.

Calculați concentrația ionilor de hidrogen în soluțiile cu pH-ul: 1,85; 3,58; 9,43; 11,69.

Rezolvare:

Se scrie relația dintre pH și concentrația ionilor H⁺:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Se deduce relația de calcul a concentrației ionilor de hidrogen:

$$-\log_a b = c;$$

$$a = 10;$$

$$b = 10^{-c}.$$

Se calculează concentrația ionilor de hidrogen în soluțiile cu pH indicat:

$$[\text{H}^+] = 10^{-1,85} = 1/10^{1,85} = 1,41 \cdot 10^{-2} \text{ (mol/l)};$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-3,58} = 1/10^{3,58} = 2,63 \cdot 10^{-4} \text{ (mol/l)};$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-9,43} = 1/10^{9,43} = 3,72 \cdot 10^{-10} \text{ (mol/l)};$$

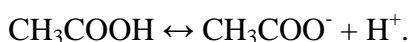
$$[\text{H}^+] = 10^{-11,69} = 1/10^{11,69} = 2,04 \cdot 10^{-12} \text{ (mol/l)}.$$

Problema 3.

Calculați concentrația ionilor de hidrogen în soluția acidului acetic cu concentrația 0,20 mol/l dacă constanta de disociere a acidului acetic este egală cu $1,74 \cdot 10^{-5}$.

Rezolvare:

Se scrie ecuația reacției de disociere a acidului acetic:



Se scrie expresia matematică a constantei de disociere:

$$K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

Din ecuația reacției de disociere se vede că:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+].$$

Ținând cont că acidul acetic este un acid slab ($\alpha \ll 1$) pentru simplificarea calculelor se poate admite că $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ este egală cu concentrația totală a acidului.

Se calculează valoarea $[\text{H}^+]$ folosind expresia constantei de disociere după efectuarea înlocuirilor respective:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}^+]}{C(\text{CH}_3\text{COOH})};$$

$$[\text{H}^+]^2 = K_d \cdot C(\text{CH}_3\text{COOH});$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_d \cdot C(\text{CH}_3\text{COOH})} = \sqrt{1,74 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 1,87 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/l)}.$$

Se calculează pH-ul soluției:

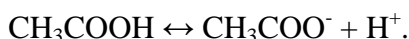
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1,87 \cdot 10^{-3} = 2,73.$$

Problema 4.

Calculați valoarea constantei de disociere a acidului acetic dacă soluția cu concentrația 0,10 mol/l are pH-ul egal cu 2,88.

Rezolvare:

Se scrie ecuația reacției de disociere a acidului acetic:



Se scrie expresia matematică a constantei de disociere:

$$K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

Din valoarea pH-ului se determină concentrația ionilor de hidrogen:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+];$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2,88} = 1/10^{2,88} = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/l)}.$$

Din ecuația reacției de disociere se vede că:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/l)}.$$

Ținând cont că acidul acetic este un acid slab ($\alpha \ll 1$) pentru simplificarea calculelor se poate admite că $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ este egală cu concentrația totală a acidului.

Se calculează valoarea K_d :

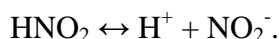
$$K_d = \frac{1,32 \cdot 10^{-3} \cdot 1,32 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 1,74 \cdot 10^{-5}.$$

Problema 5.

Calculați concentrația ionilor de hidrogen și nitrit în soluția de acid azotos cu concentrația 0,05 mol/l dacă constanta de disociere este $6,9 \cdot 10^{-4}$.

Rezolvare:

Se scrie ecuația reacției de disociere a acidului azotos:



Se scrie expresia matematică a constantei de disociere și se fac înlocuirile respective, notând concentrația ionilor H^+ și NO_2^- , care conform ecuației reacției sunt egale, cu x

$$K_d = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]};$$

$$K_d = \frac{x \cdot x}{0,05 - x}.$$

Se exprimă x din ecuația obținută:

$$6,9 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,05 - x};$$

$$6,9 \cdot 10^{-4} (0,05 - x) = x^2;$$

$$x^2 = 3,45 \cdot 10^{-5} - 6,9 \cdot 10^{-4} x;$$

$$x^2 + 6,9 \cdot 10^{-4} x - 3,45 \cdot 10^{-5} = 0;$$

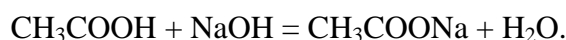
$$x = \frac{-6,9 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(6,9 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 3,45 \cdot 10^{-5}}}{2} = 5,54 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/l)}.$$

Problema 6.

Calculați pH-ul soluției obținute la amestecarea a 37,00 ml CH_3COOH 0,3566 mol/l și 50,00 ml de soluție de NaOH cu concentrația 0,1545 mol/l. $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

Rezolvare:

Se scrie ecuația reacției între acidul acetic și hidroxidul de sodiu:



Conform ecuației reacției acidul acetic interacționează cu hidroxidul de sodiu în raport molar 1:1. În dependență de raportul cantităților de substanțe, care se conțin în soluțiile amestecate, este posibilă formarea următoarelor sisteme:

- $v(\text{CH}_3\text{COOH}) < v(\text{NaOH})$ – acidul interacționează completamente, iar alcaliul, luat în exces rămâne în soluție. În astfel de sisteme, formate de sarea unui acid slab și un alcaliu, pH-ul se determină reieșind din concentrația și modalitatea de disociere a alcaliului;
- $v(\text{CH}_3\text{COOH}) = v(\text{NaOH})$ – acidul și alcaliul interacționează completamente și se formează o cantitate echimolară de sare. Este cunoscut că sărurile formate de un acid slab și o bază tare hidrolizează. Astfel pH-ul acestor sisteme se determină reieșind din procesul de hidroliză;
- $v(\text{CH}_3\text{COOH}) > v(\text{NaOH})$ – alcaliul se consumă completamente și se formează o cantitate echimolară de sare. În soluție rămâne de asemenea acidul luat în exces. Sistemele formate de un acid slab și sare lui se numesc sisteme tampon.

Determinăm ce sistem se formează reieșind din condițiile problemei:

$$v(\text{X}), \text{ mol} = C_{\text{M}}(\text{X}), \text{ mol}/\ell \cdot V_{\text{sol}}(\text{X}), \ell;$$

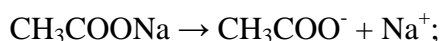
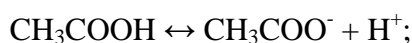
$$v(\text{CH}_3\text{COOH}) = C_{\text{M}}(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,3559 \text{ mol}/\ell \cdot 0,037 \ell = 1,3168 \cdot 10^{-2} \text{ (mol)};$$

$$v(\text{NaOH}) = C_{\text{M}}(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = 0,1545 \text{ mol}/\ell \cdot 0,05 \ell = 7,725 \cdot 10^{-3} \text{ (mol)};$$

În rezultatul amestecării soluțiilor indicate se formează soluție tampon deoarece cantitatea de acid ($1,3168 \cdot 10^{-2}$ mol) este mai mare decât cantitatea de alcaliu $7,725 \cdot 10^{-3}$ (mol).

Se deduce formula de calcul a pH-ului unei soluții tampon, formate de acid slab și sarea lui:

- se scriu ecuațiile reacțiilor de disociere a componentelor sistemului tampon:



- se scrie expresia matematică a constantei de disociere:

$$K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

În soluția tampon dată concentrația totală a ionului acetat $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{tot}}$ reprezintă suma concentrațiilor acestui ion, rezultante în urma disocierii acidului ($[\text{CH}_3\text{COO}^-]/(\text{CH}_3\text{COOH})$) și sării ($[\text{CH}_3\text{COO}^-]/(\text{CH}_3\text{COONa})$):

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{tot}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-]/(\text{CH}_3\text{COOH}) + [\text{CH}_3\text{COO}^-]/(\text{CH}_3\text{COONa}).$$

Așa cum sarea este disociată completamente, $[\text{CH}_3\text{COO}^-]/\text{CH}_3\text{COONa}$ este egală cu concentrația sării.

Deoarece acidul este slab disociat ($\alpha \leq 0,03$), partea de concentrație a ionului CH_3COO^- , rezultantă la disocierea sării este cu mult mai mare decât partea obținută la disocierea acidului. Astfel, concentrația totală a ionului CH_3COO^- poate fi considerată egală cu concentrația, rezultantă la disocierea sării, iar deoarece sarea este disociată completamente, ea este egală cu concentrația sării: $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{tot}} = C(\text{CH}_3\text{COONa})$.

Din aceleași considerente ($\alpha \leq 0,03$), concentrația părții nedisociate a acidului poate fi considerată egală cu concentrația totală a acidului.

Ținând cont de aceste admiteri se obține:

$$K_d = \frac{C(\text{CH}_3\text{COONa})[\text{H}^+]}{C(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

Se exprimă $[\text{H}^+]$ din expresia matematică obținută:

$$[\text{H}^+] = K_d \frac{C(\text{CH}_3\text{COOH})}{C(\text{CH}_3\text{COONa})}$$

Se logaritmează ecuația obținută:

$$\lg[\text{H}^+] = \lg K_d + \lg C(\text{CH}_3\text{COOH}) - \lg C(\text{CH}_3\text{COONa})$$

Deoarece $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$, schimbăm semnele:

$$-\lg[\text{H}^+] = -\lg K_d - \lg C(\text{CH}_3\text{COOH}) + \lg C(\text{CH}_3\text{COONa})$$

Astfel am obținut formula de calcul a pH-ului soluției tampon indicate în problemă:

$$\text{pH} = -\lg K_d - \lg C(\text{CH}_3\text{COOH}) + \lg C(\text{CH}_3\text{COONa})$$

Se calculează concentrațiile acidului rămas în soluție și a sării formate:

Reieșind din considerentele că alcaliul a interacționat completamente și conform ecuației reacției cantitatea de acid interacționată și cantitatea de sare formată sunt egale cu cantitatea de alcaliu consumat, calculăm cantitatea de acid rămasă și de sare formată:

$$v(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{exces}} = v(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{iniț.}} - v(\text{NaOH}) = 1,3168 \cdot 10^{-2} - 7,725 \cdot 10^{-3} = 5,443 \cdot 10^{-3} \text{ (mol)};$$

$$v(\text{CH}_3\text{COONa}) = v(\text{NaOH}) = 7,725 \cdot 10^{-3} \text{ (mol)};$$

$$C(X), \text{ mol}/\ell = v(X), \text{ mol}/V_{\text{(soluției)}}, \ell;$$

$$V_{\text{(soluț.)}}, \ell = V(\text{CH}_3\text{COONa}) + V(\text{NaOH}) = 0,037 \ell + 0,05 \ell = 0,087 \ell;$$

$$C(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{exces}} = 5,443 \cdot 10^{-3} \text{ mol}/0,087 \ell = 0,0626 \text{ mol}/\ell;$$

$$C(\text{CH}_3\text{COONa}) = 7,725 \cdot 10^{-3} \text{ mol}/0,087 \ell = 0,0888 \text{ mol}/\ell.$$

Se calculează pH-ul soluției:

$$\text{pH} = -\lg 1,74 \cdot 10^{-5} - \lg 0,0626 + \lg 0,0888 \text{ mol}/\ell = 4,76 - (-1,20) + (-1,05) = 4,91.$$

Probleme de calcul la capitolul „Echilibre în sisteme eterogene”

Problema 7.

Se va precipita oare clorura de plumb la amestecarea a 40,0 ml de soluție de azotat de plumb cu concentrația molară $1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}/\ell$ și 30 ml soluție de clorură de magneziu cu concentrația molară $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}/\ell$. P.S.(PbCl_2) = $1,6 \cdot 10^{-5}$.

Rezolvare:

Produsul solubilității unui electrolit puțin solubil reprezintă produsul concentrațiilor ionilor în soluția saturată a acestui electrolit, ridicate la puterile egale cu coeficienții stoichiometrici (pentru simplitate – produsul ionic):



$$\text{P.S.}(\text{Me}_n\text{A}_m) = [\text{Me}^{m+}]^n \cdot [\text{A}^{n-}]^m.$$

În soluțiile nesaturate produsul ionic este mai mic decât produsul solubilității electrolitului în cauză. Dacă produsul ionic depășește produsul solubilității, atunci în soluția dată se formează precipitat.

Astfel pentru a determina, se va forma ori nu precipitat în soluția unui electrolit puțin solubil este necesar de determinat produsul concentrațiilor ionilor electrolitului respectiv în soluție și de comparat cu produsul solubilității acestui electrolit.

Se determină concentrația azotatului de plumb și clorurii de magneziu în soluția rezultantă la amestecarea soluțiilor inițiale. Pentru aceasta se poate folosi expresia legii echivalențelor la diluare:

$$C_1(X) \cdot V_1 = C_2(X) \cdot V_2.$$

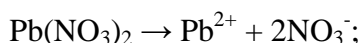
În cazul acesta volumul soluției finale (V_2) reprezintă suma volumelor soluțiilor amestecate. De unde:

$$C_2(X) = \frac{C_1(X) \cdot V_1}{V_2};$$

$$C_2(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{0,0018 \cdot 0,04}{0,04 + 0,05} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ (mol/l)};$$

$$C_2(\text{MgCl}_2) = \frac{0,003 \cdot 0,05}{0,05 + 0,04} = 1,667 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/l)}.$$

Se scriu ecuațiile reacțiilor de disociere electrolitică a sărurilor inițiale în soluții:

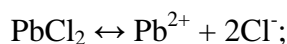


Conform ecuațiilor reacțiilor concentrația molară a ionilor Pb^{2+} este egală cu concentrația molară a azotatului de plumb, iar a ionilor Cl^- este de două ori mai mare decât concentrația molară a clorurii de magneziu.

$$[\text{Pb}^{2+}] = 8 \cdot 10^{-4} \text{ (mol/l)};$$

$$[\text{Cl}^-] = 2 \cdot 1,667 \cdot 10^{-3} = 3,334 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/l)}.$$

Se determină expresia produsului solubilității clorurii de plumb:



$$\text{P.S.}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2.$$

Se determină produsul concentrațiilor ionilor de plumb și clor la pătrat și se compară cu produsul solubilității PbCl_2 :

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 8 \cdot 10^{-4} \cdot (3,334 \cdot 10^{-3})^2 = 8,892 \cdot 10^{-9};$$

$$8,892 \cdot 10^{-9} < 1,6 \cdot 10^{-5}.$$

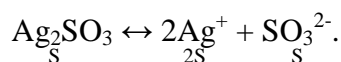
Deoarece produsul concentrațiilor ionilor Pb^{2+} și Cl^- la pătrat este mai mic decât produsul solubilității, reiese că soluția este nesaturată, și deci, precipitat nu se va forma.

Problema 8.

Calculați concentrația molară, conținutul (g) sulfitei de argint Ag_2SO_3 , ionilor Ag^+ și Cl^- în 10,5 soluția saturată de sulfite de argint. $\text{P.S.}(\text{Ag}_2\text{SO}_3) = 1,5 \cdot 10^{-14}$.

Rezolvare:

Se scrie ecuația, care reprezintă echilibrul între Ag_2SO_3 solid și ionii Ag^+ și SO_3^{2-} din soluție:



Deoarece cantitatea de substanță dizolvată disociază completamente, concentrația ionilor Ag^+ este de două ori mai mare decât concentrația molară a Ag_2SO_3 , iar concentrația ionilor SO_3^{2-} este egală cu concentrația sulfitei de argint. Dacă concentrația molară a Ag_2SO_3 în soluția saturată reprezintă propriu zis solubilitatea acestuia, atunci concentrația ionilor Ag^+ este de două ori mai mare, iar a ionilor SO_3^{2-} - egală cu solubilitatea.

Se scrie expresia produsului solubilității sulfitei de argint, apoi concentrațiile ionilor se înlocuiesc:

$$P.S.(\text{Ag}_2\text{SO}_3) = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_3^{2-}];$$

$$P.S.(\text{Ag}_2\text{SO}_3) = (2S)^2 \cdot S = 4S^3.$$

Se exprimă solubilitatea din ecuația obținută și se calculează valoarea ei:

$$S = \sqrt[3]{P.S.(\text{Ag}_2\text{SO}_3)/4} = \sqrt[3]{1,5 \cdot 10^{-14}} = 2,466 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/l)}.$$

Astfel concentrațiile molare a Ag_2SO_3 și a ionului SO_3^{2-} sunt egale cu solubilitatea și au valoarea $2,466 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$, iar concentrația ionului Ag^+ este de două ori mai mare ($[\text{Ag}^+] = 2S$) și are valoarea $4,932 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$.

Se determină masele speciilor respective care se conțin în volumul indicat de soluție. Din ecuația matematică a concentrației molare exprimăm masa substanței:

$$C_M(X) = \frac{v(X), \text{ mol/l}}{V_{(\text{soluției})}, \text{ l}};$$

$$v(X), \text{ mol/l} = \frac{m(X), \text{ g}}{M(X), \text{ g/mol}};$$

$$C_M(X) = \frac{m(X), \text{ g}}{M(X), \text{ g/mol} \cdot V_{(\text{soluției})}, \text{ l}};$$

$$m(X), \text{ g} = C_M(X) \cdot M(X), \text{ g/mol} \cdot V_{(\text{soluției})}, \text{ l};$$

$$M(\text{Ag}_2\text{SO}_3) = 295,791 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{Ag}) = 107,868 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{SO}_3) = 80,055 \text{ g/mol};$$

$$m(\text{Ag}_2\text{SO}_3) = 2,466 \cdot 10^{-5} \cdot 295,791 \cdot 10,5 = 0,0766 \text{ (g)};$$

$$m(\text{Ag}^+) = 2 \cdot 2,466 \cdot 10^{-5} \cdot 107,868 \cdot 10,5 = 0,0559 \text{ (g)};$$

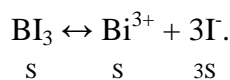
$$m(\text{SO}_3^{2-}) = 2,466 \cdot 10^{-5} \cdot 80,055 \cdot 10,5 = 0,0207 \text{ (g)}.$$

Problema 9.

Calculați produsul solubilității iodurii de bismut dacă în 5 litri de soluție saturată se conțin 0,1164 g de substanță dizolvată. $M(\text{BiI}_3) = 589,694 \text{ g/mol}$.

Rezolvare:

Se scrie ecuația, care reprezintă echilibrul între BiI_3 solid și ionii Bi^{3+} și I^- în soluție:



Conform ecuației reacției concentrația molară ionilor Bi^{3+} este egală cu concentrația molară a iodurii de bismut, iar concentrația ionilor I^- este de trei ori mai mare. Dacă concentrația iodurii de bismut în soluția saturată reprezintă solubilitatea acestei sări, atunci $[\text{Bi}^{3+}] = S$, iar $[\text{I}^-] = 3S$.

Se scrie expresia produsului solubilității iodurii de bismut, apoi concentrațiile ionilor se înlocuiesc:

$$\text{P.S.}(\text{BiI}_3) = [\text{Bi}^{3+}] \cdot [\text{I}^-]^3;$$

$$\text{P.S.}(\text{BiI}_3) = S \cdot 3S^3 = S \cdot 27S^3 = 27S^4.$$

Se determină concentrația molară (solubilitatea) a BiI_3 în soluția saturată:

$$C_M(\text{BiI}_3) = \frac{m(\text{BiI}_3), \text{ g}}{M(\text{BiI}_3), \text{ g/mol} \cdot V_{\text{(soluț.)}}, \ell};$$

$$M(\text{BiI}_3) = 589,694 \text{ g/mol};$$

$$C_M(\text{BiI}_3) = \frac{0,1164}{589,694 \cdot 15} = 1,3159 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/}\ell\text{)}.$$

Se determină P.S. iodurii de bismut:

$$\text{P.S.}(\text{BiI}_3) = 27S^4 = 27 \cdot (4,3865 \cdot 10^{-6})^4 = 8,1 \cdot 10^{-19}.$$

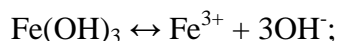
Problema 10.

Calculați valoarea pH a soluției la care începe precipitarea hidroxidului de fier(III) în soluția de FeCl_3 cu concentrația $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/}\ell$. La ce valoare a pH-ului Fe(III) se poate considera precipitat completamente? $\text{P.S.}(\text{Fe(OH)}_3) = 6,3 \cdot 10^{-39}$.

Rezolvare:

Pentru ca în soluția clorurii de fier(III) să înceapă precipitarea hidroxidului de fier(III) este necesar ca produsul concentrațiilor ionilor Fe^{3+} și OH^- , ridicate la puterile egale, cu coeficienții stoechiometrici (produsul ionic) să depășească produsul solubilității Fe(OH)_3 .

Se scrie ecuația, care reprezintă echilibrul între Fe(OH)_3 solid și ionii Fe^{3+} și OH^- în soluție și apoi expresia produsului solubilității hidroxidului de fier(III):



$$\text{P.S.}(\text{Fe(OH)}_3) = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3.$$

Se determină concentrația ionilor OH^- . Deoarece produsul solubilității și concentrația ionilor Fe^{3+} sunt cunoscute, folosind expresia produsului solubilității hidroxidului de fier(III) poate fi determinată concentrația ionilor OH^- :

$$[\text{OH}^-]^3 = \frac{\text{P.S.}(\text{Fe(OH)}_3)}{[\text{Fe}_{3+}]} = \frac{6,3 \cdot 10^{-39}}{2 \cdot 10^{-3}} = 3,15 \cdot 10^{-36}.$$

Se scriu expresiile matematice de calcul pentru pH și pOH și relația de legătură dintre ele:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+];$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-];$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Se determină pOH-ul și apoi pH-ul soluției:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt[3]{3,15 \cdot 10^{-36}} = 1,47 \cdot 10^{-12};$$

$$\text{pOH} = -\lg 1,47 \cdot 10^{-12} = 11,83;$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 2,17.$$

Astfel, precipitare $\text{Fe}(\text{OH})_3$ în soluția indicată va începe cum numai pH-ul ei va depăși valoarea de 2,17.

O specie se consideră eliminată practic complet din soluție dacă concentrația ei $\leq 1 \cdot 10^{-6}$ mol/l. Ținând cont de această cerință, se determină la ce pH concentrația ionilor Fe^{3+} va avea valoarea $1 \cdot 10^{-6}$ mol/l.

$$[\text{OH}^-]^3 = \frac{\text{P.S.}(\text{Fe}(\text{OH})_3)}{[\text{Fe}^{3+}]} = \frac{6,3 \cdot 10^{-39}}{1 \cdot 10^{-6}} = 6,3 \cdot 10^{-33};$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt[3]{6,3 \cdot 10^{-33}} = 1,85 \cdot 10^{-11};$$

$$\text{pOH} = -\lg 1,85 \cdot 10^{-11} = 10,07;$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 3,93.$$

Deci ionii Fe^{3+} se vor considera precipitați completamente la pH-ul soluției mai mare de 3,93.